

Lösungen zum Arbeitsblatt (Übungsaufgaben „Elektrolyse“)

Nr. 1

Gesucht: $\frac{n(\text{Zn})}{n(\text{I}_2)}$ Gleichung (1)

Stoffmenge der entladenen Ionen (2. FARADAYSche Gesetz):

$$n(X^{z\pm}) = \frac{Q}{z \cdot F} \quad \text{Gleichung (2)}$$

Zu beachten ist, dass diese Gleichung zwar die Stoffmenge der entladenen I^- -Ionen liefert, die abgeschiedene Menge I_2 jedoch nur halb so groß ist: $2 \text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{e}^-$

$$\rightarrow \frac{n(\text{I}^-)}{n(\text{I}_2)} = \frac{2}{1} \Rightarrow n(\text{I}_2) = \frac{n(\text{I}^-)}{2} \quad \text{Gleichung (3)}$$

***Vereinfachung s. unten**

Einsetzen von (3) in (1) ergibt:

$$\frac{n(\text{Zn})}{n(\text{I}_2)} = \frac{n(\text{Zn})}{\frac{n(\text{I}^-)}{2}} = \frac{n(\text{Zn}) \cdot 2}{n(\text{I}^-)} \quad \text{Gleichung (4)}$$

Einsetzen von (2) in (4) ergibt:

$$\frac{n(\text{Zn}^{2+})}{n(\text{I}_2)} = \frac{\frac{Q}{z(\text{Zn}^{2+}) \cdot F} \cdot 2}{\frac{Q}{z(\text{I}^-) \cdot F}} = \frac{Q \cdot 2}{z(\text{Zn}^{2+}) \cdot F} \cdot \frac{z(\text{I}^-) \cdot F}{Q} = \frac{z(\text{I}^-) \cdot 2}{z(\text{Zn}^{2+})} = \frac{1 \cdot 2}{2} = 1$$

***Vereinfachung:** Wenn man annimmt, dass pro I_2 -Teilchen 2e^- entstehen, kann man für z auch 2 einsetzen und sich den Umweg über das Verhältnis $n(\text{I}_2) : n(\text{I}^-)$ sparen!

Anschaulich: Bei der Bildung von einem I_2 -Teilchen aus 2 I^- -Teilchen an der Anode werden 2 Elektronen frei, I_2 verhält sich also wie ein Atom, dass aus einem zweifach negativ geladenen Anion entstanden ist.

Gesucht: $\frac{m(\text{Zn})}{m(\text{I}_2)}$ Gleichung (5)

Es gilt: $m(X) = n(X) \cdot M(X)$

$$\frac{m(\text{Zn})}{m(\text{I}_2)} = \frac{n(\text{Zn}) \cdot M(\text{Zn})}{n(\text{I}_2) \cdot M(\text{I}_2)}$$

Gleichung (6)

Für $\frac{n(\text{Zn})}{n(\text{I}_2)}$ kann das Ergebnis aus obiger Berechnung herangezogen werden:

$$\frac{n(\text{Zn})}{n(\text{I}_2)} = \frac{1}{1} \cdot \text{In Gleichung (6) eingesetzt, ergibt sich:}$$

$$\frac{m(\text{Zn})}{m(\text{I}_2)} = \frac{1 \cdot M(\text{Zn})}{1 \cdot M(\text{I}_2)} = \frac{1 \cdot 64 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{1 \cdot 254 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \approx \frac{1}{4}$$

Aufgabe 2:

$n(\text{H}_2)$ beträgt:

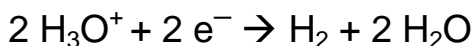
$$n(\text{H}_2) = \frac{V_0(\text{H}_2)}{V_M} = \frac{0,0122\text{l}}{22,4\text{l}} = 0,000545\text{mol}$$

Wie bei Aufgabe 1 gesehen, ist das Stoffmengenverhältnis der entladenen Ionen nur vom Verhältnis der Ladungen abhängig.

$$\frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)}{n(\text{Cr}^{3+})} = \frac{\frac{Q}{z(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot F}}{\frac{Q}{z(\text{Cr}^{3+}) \cdot F}} = \frac{Q}{z(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot F} \cdot \frac{z(\text{Cr}^{3+}) \cdot F}{Q} = \frac{z(\text{Cr}^{3+})}{z(\text{H}_3\text{O}^+)}$$

Da die beiden Zellen in Reihe geschaltet sind, ist Q bei beiden gleich.

Die H_2 -Entwicklung erfolgt nach folgender Gleichung:



Man muss (wie bei Aufgabe 1) beachten, dass pro entstandenem H_2 -Teilchen ZWEI H_3O^+ -Teilchen entladen werden. Mit der bei Aufgabe 1 genannten Vereinfachung kann man sich aber der Umweg über das Verhältnis $n(\text{H}_2)$: $n(\text{H}_3\text{O}^+) = 1 : 2$ sparen, wenn man für die Ladung $z = 2$ einsetzt.

Anschaulich: Bei der Bildung von einem H_2 -Teilchen aus 2 H_3O^+ -Teilchen an der Kathode werden 2 Elektronen verbraucht, H_2 verhält sich also wie ein Metallatom, dass aus einem zweifach positiv geladenen Kation entstanden ist.

Dadurch ergibt sich für das Verhältnis:

$$\frac{n(\text{H}_2)}{n(\text{Cr}^{3+})} = \frac{z(\text{Cr}^{3+})}{2 \cdot z(\text{H}_3\text{O}^+)} = \frac{3}{2}$$

und für $n(\text{Cr}^{3+})$ errechnet sich dann:

$$n(\text{Cr}^{3+}) = \frac{n(\text{H}_2) \cdot 2}{3} = \frac{0,000545\text{mol} \cdot 2}{3} = 0,000363\text{mol}$$

Mit $m(X) = n(X) \cdot M(X)$ folgt:

$$m(\text{Cr}) = n(\text{Cr}) \cdot M(\text{Cr}) = 0,000363\text{mol} \cdot 52 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0,01888\text{g} \hat{=} 18,89\text{mg}$$

Aufgabe 3:

1. Schritt

Berechnung der abzuscheidenden Gesamtmasse / Stoffmenge an Cu:

$$m(\text{Cu}) = V(\text{Cu}) \cdot \rho(\text{Cu}) \quad \text{wobei } V \text{ das Volumen und } \rho \text{ die Dichte ist.}$$

Das Volumen der Kupfermasse ist das Produkt aus Grundfläche mal Höhe:

$$V(\text{Cu}) = A(\text{Cu}) \cdot h(\text{Cu})$$

Einsetzen ergibt:

$$m(\text{Cu}) = A(\text{Cu}) \cdot h(\text{Cu}) \cdot \rho(\text{Cu}) = 1\text{cm}^2 \cdot 0,5\text{cm} \cdot 8,92 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} = 4,46\text{g}$$

Die abgeschiedene Kupfermenge ist dann:

$$n(\text{Cu}) = \frac{m(\text{Cu})}{M(\text{Cu})} = \frac{4,46\text{g}}{63,55 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,070\text{mol}$$

2. Schritt

Zur Abscheidung dieser Kupfermenge ist folgende Ladungsmenge erforderlich:
(Die Cu-Ionen sind zweifach positiv geladen $\rightarrow z = 2$)

$$n(X^{z\pm}) = \frac{Q}{z \cdot F} \Leftrightarrow Q = n(\text{Cu}^{2+}) \cdot z \cdot F = 0,070\text{mol} \cdot 2 \cdot 96485 \frac{\text{C}}{\text{mol}} = 13507\text{C}$$

3. Schritt

Berechnung der benötigten Zeit

Da mit einer Stromdichte von $0,01 \text{ A/cm}^2$ gearbeitet wird, beträgt die Zeit:
(Die Einheit C kann auch als Amperesekunde As aufgefasst werden)

$$Q = I \cdot t \Leftrightarrow t = \frac{Q}{I} = \frac{13507\text{As}}{0,01\text{A}} = 1350790\text{s} \hat{=} 15,6\text{d}$$

Es dauert ca. 15 Tage bis zur Abscheidung der angegebenen Cu-Menge.

Aufgabe 4:

1. Schritt

Berechnung der vorhandenen Menge an Cu-Ionen:

$$n(\text{Cu}^{2+}) = c(\text{Cu} - \text{Lsg.}) \cdot V(\text{Cu} - \text{Lsg.}) = 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \cdot 0,5 \text{l} = 0,25 \text{mol}$$

2. Schritt

Berechnung der benötigten Ladungsmenge (Cu^{2+} : $z = 2$):

$$n(X^{z\pm}) = \frac{Q}{z \cdot F} \Leftrightarrow Q = n(\text{Cu}^{2+}) \cdot z \cdot F = 0,25 \text{mol} \cdot 2 \cdot 96485 \frac{\text{C}}{\text{mol}} = 48242,5 \text{C}$$

3. Schritt

Berechnung der benötigten Zeit

Da mit einer Stromstärke von 2 A gearbeitet wird, beträgt die Zeit:
(Die Einheit C kann auch als Amperesekunde As aufgefasst werden)

$$Q = I \cdot t \Leftrightarrow t = \frac{Q}{I} = \frac{48242,5 \text{As}}{2 \text{A}} = 24121 \text{s} \hat{=} 6,7 \text{h}$$

Es dauert 6,7 h bis alle Cu^{2+} -Ionen abgeschieden sind.

Aufgabe 5:

1. Schritt

Berechnung der Stoffmenge $n(\text{Ag})$:

$$n(\text{Ag}) = \frac{m(\text{Ag})}{M(\text{Ag})} = \frac{15,2\text{g}}{107,87 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,141\text{mol}$$

2. Schritt

Berechnung der benötigten Ladungsmenge (Ag^+ : $z = 1$):

$$n(X^{z\pm}) = \frac{Q}{z \cdot F} \Leftrightarrow Q = n(\text{Ag}^+) \cdot z \cdot F = 0,141\text{mol} \cdot 1 \cdot 96485 \frac{\text{C}}{\text{mol}} = 13595\text{C}$$

3. Schritt

Berechnung der benötigten Stromstärke

Die Zeit, in der die oben berechnete Menge Silber abgeschieden werden soll, beträgt 1s:

$$Q = I \cdot t \Leftrightarrow I = \frac{Q}{t} = \frac{13595\text{As}}{1\text{s}} = 13595\text{A} \hat{=} 13,5\text{kA}$$

Es muss mit einer Stromstärke von 13,5 kA gearbeitet werden.

Aufgabe 6:

1. Schritt

Berechnung der abzuscheidenden Gesamtmasse / Stoffmenge an Au:

$$m(\text{Au}) = V(\text{Au}) \cdot \rho(\text{Au}) \quad \text{wobei } V \text{ das Volumen und } \rho \text{ die Dichte ist.}$$

Das Volumen der Kupfermasse ist das Produkt aus Grundfläche mal Höhe:

$$V(\text{Au}) = A(\text{Au}) \cdot h(\text{Au})$$

Einsetzen ergibt:

$$m(\text{Au}) = A(\text{Au}) \cdot h(\text{Au}) \cdot \rho(\text{Au}) = 120,6 \text{ cm}^2 \cdot 0,005 \text{ cm} \cdot 19,3 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} = 11,6 \text{ g}$$

Die abgeschiedene Goldmenge ist dann:

$$n(\text{Au}) = \frac{m(\text{Au})}{M(\text{Au})} = \frac{11,6 \text{ g}}{196,96 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,059 \text{ mol}$$

2. Schritt

Zur Abscheidung dieser Kupfermenge ist folgende Ladungsmenge erforderlich:
(Die Au-Ionen sind dreifach positiv geladen $\rightarrow z = 3$)

$$n(X^{z\pm}) = \frac{Q}{z \cdot F} \Leftrightarrow Q = n(\text{Au}^{3+}) \cdot z \cdot F = 0,059 \text{ mol} \cdot 3 \cdot 96485 \frac{\text{C}}{\text{mol}} = 17102 \text{ C}$$

3. Schritt

Berechnung der benötigten Zeit

Da mit einer Stromstärke von 0,4 A gearbeitet wird, beträgt die Zeit:
(Die Einheit C kann auch als Amperesekunde As aufgefasst werden)

$$Q = I \cdot t \Leftrightarrow t = \frac{Q}{I} = \frac{17102 \text{ As}}{0,4 \text{ A}} = 42756 \text{ s} \hat{=} 11,8 \text{ h}$$

Es dauert ca. 11,8 Stunden bis sich die Goldschicht gebildet hat.